الكتاب الأول

الوحدة 04

التطورات الرتيبة

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

الدرس الأول

GUEZOURI Aek – lycée Maraval - Oran

16 / 01 / 2013

ما يجب أن أعرفه حتى أقول : إني استوعبت هذا الدرس

1 – يجب أن اعرف أن الحموض والأسس التي أدرسها في هذه الوحدة هي حموض وأسس برونشتد .
2 – يجب أن أعرف أن قوة الحمض وقوّة الأسـاس تتعلق بخواص الروابط في جزيئه ، ولا علاقة لها بالتركيز .
3 – يجب أن أعرف أن الأسس الهيدروكسيدية هي أسس برونشتد في المحاليل المائية .
4 – يجب أن أعرف أن العلاقة $pH = -log\left[H_3O^+\right]$ تطبيقها محصور على المحـاليل المائية الممدّدة .
5 – يجب أن أفرّق بين التقدم النهـائي والتقدّم الأعظمي لتحوّل كيميائي ، وأن النسبة بينهما (نسبة التقدم) تحدّد مدى تطوّر التفاعل .
6 – يجب أن أعرف أن كميات المادة للمزيج الابتدائي تؤثر على نسبة التقدم .
7 – يجب أن أعرف أن كسر التفاعل يعبر عن حـالة انتقالية للمزيج المتفاعل ، وأن قيمته عند التوازن هي ثابت التوازن .
8 – يجب أن أعرف أن التوازن بالنسبة لجملة هي حالة تكون فيها المتفاعلات والنواتج بنسب ثابتة دائما .
9 – يجب أن أعرف أن درجة الحرارة تؤثر على توازن كثير من الجمل الكيميائية ، وأن المزيج الابتدائي لا يؤثر على ثابت التوازن .

ملخص الدرس

1 - تعريف الحمض والأسـاس حسب برونشتد

الحمض هو نوع كيميـائي قادر على إعطاء بروتون أو أكثر H^+ .

الأسـاس هو نوع كيميائي قادر على التقاط بروتون أو أكثر H^+ .

2 – الثنائية أسـاس / حمض

عندما يتخلى الحمض HA على بروتون يتحول إلى أساسه المرافق A^- : $HA = H^+ + A^-$ ، والذي يشكل مع الحمض ثنائية أساس / حمض HA / A^- .

3 – المحلول الحمضي والمحلول الأسـاسي

هو ناتج وضع المادة المنحلة (حمض أو أسـاس) في الحـالّ (المـاء) .

– إذا حللنا حمضا في الماء ، فإن الماء يلعب دور أسـاس بالثنائية H_3O^+ / H_2O

– إذا حللنا أساسا في الماء ، فإن الماء يلعب دور حمض بالثنائية H_2O / OH^-

بالنسبة لحمض : $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$

بالنسبة لأسـاس : $B + H_2O = BH^+ + OH^-$

4 - pH محلول مـائي

يُعطى pH المحـاليل المائية بالعلاقة $pH = -Log\left[H_3O^+\right]$ ، هذه العلاقة خاصة بالمحاليل الممدّدة .

سلم الـ pH : يمتد pH المحاليل المائية على المجال 0 - 14

$pH = 7$: المحلول المائي معتدل

$pH > 7$: المحلول المائي أسـاسي

$pH < 7$: المحلول المـائي حمضي

5 – التقدم النـهائي والتقدم الأعظمي

التقدّم النهائي x_f لتحوّل كيميـائي هو قيمة التقدّم عند انتهـاء التفاعل .

التقدّم الأعظمي x_{max} لتحوّل كيميـائي هو قيمة التقدم بفرض أن التحوّل تـام .

6 – نسبة التقدم النـهائي

نسبة التقدم النهائي τ أو τ_f هي النسبة بين التقدم النـهائي x_f والتقدم الأعظمي x_{max} $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$

– إذا كان $\tau = 1$ فإن التفاعل تـام .

– إذا كان $\tau < 1$ فإن التفاعل غير تـام .

7 - التوازن الكيميـائي

تصل جملة كيميـائية لحالة التوازن عندما تتواجد المتفاعلات والنواتج بنسب ثابتة عند الحالة النهائية للتحوّل . (أي أن تراكيز المتفاعلات وتراكيز النواتج تبقى ثابتة مهما كان الزمن) .

ملاحظة : عند حالة التوازن يتوقف التفاعل ظاهريا فقط ، لكن على المستوى المجهري لا يتوقف ، بل يكون محلّ تفاعلين ، بحيث كلما تتكون كمية من النواتج تتحطم بالتفاعل المعاكس إلى نواتج . نسمي هذا التوازن الكيميائي (**ديناميكي**)

8 – كسر التفاعل

هو عدد مجرد من الوحدة Q_r ، يعبّر عن النسبة بين جداء النواتج وجداء المتفاعلات في لحظة مـا من التحول الكيميائي .

بالنسبة للتفاعل : $a\,A + b\,B = c\,C + d\,D$ ، نكتب : $Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$

ملاحظة : تركيز الماء والأجسام الصلبة والرواسب والغازات غير المنحلة لا يوضع في عبارة Q_r.

9 – ثابت التوازن K

هو قيمة كسر التفاعل عند حالة توازن الجملة (الحالة النهائية) $K = Q_{r,f}$.

- ثابت التوازن لا يتأثر بكميات مادة المزيج الابتدائي .
- ثابت التوازن يتأثر بدرجة الحرارة .

I - الأحماض والأسس حسب تعريف برونشتد

1 – تعريف الحمض والأساس

الحمض هو نوع كيميائي قادر على التخلي عن البروتونات H^+ .

أمثلة : HCl ، HBr ، HI ، HNO_3 ، H_2SO_4 ، HCO_3^- ، H_2O

الأساس هو نوع كيميائي قادر على التقاط البروتونات H^+ .

أمثلة : NH_3 ، $C_2H_5O^-$ ، HCO_3^- ، H_2O ، CH_3COO^-

ملاحظة :

الأسس الهيدروكسيدية مثل $NaOH$ ، KOH ، $Mg(OH)_2$ لا ينطبق عليها تعريف برونشتد ، بل هي أسس قوية لأرينوس لأنها قادرة على التخلي عن شوارد الهيدروكسيد OH^- في المحاليل المائية . لكن المحلول المائي يحتوي على الشوارد OH^- ، ولهذا نعتبر OH^- أساس لبرونشتد لأنها قادرة على التقاط شوارد الهيدروجين H^+ وإعطاء جزيئات الماء . $OH^- + H^+ = H_2O$

2 – الثنائيات أساس / حمض

عندما يتشرد الحمض HA يعطي الأساس المرافق له A^- :

$\mathbf{HA = H^+ + A^-}$ ، ويشكلان بذلك ثنائية أساس / حمض $\mathbf{HA / A^-}$

مثال : تشرد حمض الميثانويك $HCOOH = HCOO^- + H^+$ الثنائية هي : $HCOOH / HCOO^-$

عندما يتشرد الأساس B يعطي الحمض المرافق له BH^+ :

$\mathbf{B + H^+ = BH^+}$ ، ويشكلان بذلك ثنائية أساس / حمض $\mathbf{BH^+ / B}$

مثال : تشرد غاز النشادر $NH_3 + H^+ = NH_4^+$ الثنائية هي : NH_4^+ / NH_3

3 – المحاليل المائية الحمضية والأساسية

نحصل على محلول مائي حمضي أو أساسي عندما نحلل في الماء حمضا أو أساسا .

بالنسبة للحمض : $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$

بالنسبة للأساس : $B + H_2O = BH^+ + OH^-$

ملاحظة : نعتبر الجهة المباشرة للتفاعل هي الجهة من اليسار نحو اليمين ، أما من اليمين نحو اليسار نسميها الجهة غير المباشرة .

أمثلة

تشرّد حمض بروم الهيدروجين في الماء : $HBr + H_2O = H_3O^+ + Br^-$

تشرد حمض البروبانويك في الماء : $C_2H_5COOH + H_2O = H_3O^+ + C_2H_5COO^-$

تشرد غاز النشادر في الماء : $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$

تفاعل الإثانولات مع الماء : $C_2H_5O^- + H_2O = C_2H_5OH + OH^-$ (الإيثانولات هي ناتج انطلاق ذرة هيدروجين من الإيثانول)

4 – الـ pH وطرق قياسه

كل المحاليل المائية تحتوي على شوارد الهيدرونيوم (الأوكسونيوم) H_3O^+ وشوارد الهيدروكسيد OH^- .

لو أردنا مثلا تمثيل التراكيز المولية لشوارد الأكسونيوم على محور في عدة محاليل مائية مرقمة من (1) إلى (5)

المحلول	1	2	3	4	5
$\left[H_3O^+\right](mol/L)$	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}

لا نتمكن من ذلك ، لأننا لو مثلنا 10^{-5} mol/L بـ 1 cm ، يجب أن نمثل 10^{-1} mol/L بـ 100 m !!!

إن إدخال المقدار pH لا يغير من طبيعة المحلول لكن يحل مشكلة التعامل مع هذه التراكيز .

$$pH = -Log\left[H_3O^+\right]$$ أو $$\left[H_3O^+\right] = 10^{-pH}$$

حيث Log هو اللوغاريتم العشري ، أي Log 10 = 1 ، وأن خواص اللوغاريتم العشري هي نفسها خواص اللوغاريتم النيبيري .

ملاحظة

هذه العلاقة محدودة التطبيق ، حيث لا نطبقها إلا في حالة المحاليل المـائية الممدّدة .

للمزيد : العلاقة الأصلية لحساب الـ pH هي $pH = -Log\ a\left(H_3O^+\right)$ ، حيث $a\ (H_3O^+)$ هو نشاط شاردة الهيدرونيوم

نشاط الشاردة هو $a\ (H_3O^+) = \gamma\ (H_3O^+) \times [H_3O^+]$ (1)

حيث $\gamma\ (H_3O^+)$ هو معامل النشاط $1 > \gamma > 0.$

القوة الشاردية للمحلول : $I = \frac{1}{2}\sum(Z_i^2\ C_i)$ (2)

حيث Z : شحنة الشاردة و C التركيز المولي للشاردة ، i = 1 , 2 , 3 …

$Log\ \gamma = -\frac{1}{2}\frac{\sqrt{I}}{1+\sqrt{I}}$ (3)

من العلاقة (2) نحسب I ومن العلاقة (3) نحسب γ ، ثم نعوّض في العلاقة (1) من أجل حساب $a\ (H_3O^+)$.

لا نطلب من التلميذ معرفة هذه العلاقات لأنها خارج البرنامج ، بل نطلب فقط منه أن يلاحظ الفرق بين قيمة pH التي يحسبها بالعلاقة $pH = -Log\ [H_3O^+]$ لمحلول مائي تركيزه المولي بشوارد H_3O^+ 0,1 mol/ L ، وقيمة الـ pH التي نحسبها بالعلاقة الأصلية .

بالعلاقة التقريبية نجد : **pH = 1** ، أما بالعلاقة الأصلية نجد **pH = 1,8** .

كلما كان المحلول أكثر تمديدا ينتهي γ نحو القيمة 1 ، وبالتالي يكون $[H_3O^+] \approx a\ (H_3O^+)$

كلما كان المحلول مركزا نسبيا تصبح العلاقة $pH = -Log\ [H_3O^+]$ خاطئة .

حتى تكون دقة حساب الـ pH بالعلاقة $pH = -Log\ [H_3O^+]$ معتبرة يجب أن يكون تركيز المحلول بشوارد H_3O^+ أقل من 10^{-2} mol/L .

لو عبرنا الآن عن القيم الموجودة في الجدول أعلاه بواسطة الـ pH ، لكان لدينا :

المحلول	1	2	3	4	5
pH	1	2	3	4	5

فيسهل بذلك تمثيل قيم الـ pH على المحور ، لأن وصف حموضة المحلول بواسطة تركيز شوارد الهيدرونيوم أو بواسطة قيمة الـ pH يؤدي لنفس النتيجة .

الـ pH يعبّر عن حموضة المحلول المـائي .
كلما نقص التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم في المحلول المائي إزداد الـ pH

$$\left[H_3O^+\right] = 10^{-pH}$$

ينقص ← $[H_3O^+]$ ، **يزداد** ← pH

نقيس pH محلول مائي بواسطة مقيـاس الـ pH .

مهما كانت الاحتياطات المتّخذة في تهيئة مقياس الـ pH ، فإن قيمة الارتياب المطلق لا تنزل تحت 0,05 .

نفرض أننا قسنا pH محلول ووجدنا القيمة 4,2 ، أي أن القيمة الحقيقية لـ pH تكون محصورة بين القيمتين $4,25 \geq pH \geq 4,15$

نعلم أن $\left[H_3O^+\right]=10^{-pH}$ ، وبالتالي يكون تركيز شوارد الهيدرونيوم محصورا بين القيمتين :

$$7,08\times10^{-5}mol/L \geq \left[H_3O^+\right] \geq 5,62\times10^{-5}mol/L$$

يكون الارتياب المطلق في هذا التركيز : $\Delta\left[H_3O^+\right]=\dfrac{(7,08-5,62)\times10^{-5}}{2}=7,3\times10^{-6}mol/L$

ويكون الارتياب النسبي في التركيز : $\dfrac{\Delta\left[H_3O^+\right]}{\left[H_3O^+\right]}=\dfrac{7,3\times10^{-6}}{10^{-4,2}}=0,11$ ، أي 11% .

ملاحظة :

في الكتاب المدرسي مكتوب في الصفحة 185 العبارة : **يوافق دقة قدرها 10% في معرفة تركيز** $\left[H_3O^+\right]$

(هذه العبارة غير دقيقة)

العبارة الدقيقة هي : **يوافق دقة من رتبة 10% في معرفة تركيز** $\left[H_3O^+\right]$ (أي 10 أو 11 أو 12 حتى 19)

مـا نريد الوصول إليه :

عندما نقيس pH نكتب دائما النتيجة برقم واحد بعد الفاصلة . مثلا وجدنا 3,32 : نكتب 3,30 ، وإذا وجدنا 3,37 نكتب 3,4

أي ندوّر النتيجة إلى رقمين معنويين ، لأن بين القيمتين 3,30 و 3,35 لسنا متأكدين من النتيجة لأن الإرتياب 0,05 .

5 – الجداء الشاردي للماء :

يحتوي لتر من الماء النقي في درجة الحرارة 25 C° على 10^{-7} mol من شوارد الهيدرونيوم (الأوكسونيوم) و 10^{-7} mol من شوارد الهيدروكسيد .

نسمي الجداء $[H_3O^+] \times [OH^-]$ الجداء الشاردي (الجداء الأيوني) للماء ونرمز له بـ K_e ، ومنه : $K_e = 10^{-14}$ ، وهو عدد مجرد من الوحدة .

كل المحاليل المائية سواء كانت حمضية أو أساسية أو معتدلة ، في درجة الحرارة 25 C° يكون : $\mathbf{[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}}$

علاقة Ke بدرجة الحرارة

يزداد تشـردُّ المـاء بازديـاد درجة الحرارة ، وبالتـالي تزداد قيمة K_e .

C°	70	50	40	30	25	20	10	0
$K_e \times 10^{-14}$	15,5	5,50	2,95	1,48	1,00	0,69	0,30	0,11

6 - سلم الـ pH

سلم الـ pH يشمل القيم المحصورة بين 0 و 14 .

المحلول أسـاسي من أجل pH > 7 ، أي $\left[H_3O^+\right]<\left[OH^-\right]$

المحلول حامضي من أجل pH < 7 ، أي $\left[H_3O^+\right]>\left[OH^-\right]$

المحلول معتدل من أجل pH = 7 ، أي $\left[H_3O^+\right]=\left[OH^-\right]$

7 - الحمض القوي والحمض الضعيف :

الحمض القوي هو الحمض الذي يتشرد كليا في المحلول المائي ، أما الحمض الضعيف هو الذي يتشرد جزئيا في المحلول المائي .

مثال : محلولان مائيان S_1 و S_2 ، حيث حصلنا على S_1 بحل حجم قدره $V_g = 22,4\ mL$ في لتر من الماء من غاز كلور الهيدروجين مقاس في الشرطين النظاميين لدرجة الحرارة والضغط . أما S_2 حصلنا عليه بحل كمية كتلتها $m = 0,6\ g$ من حمض الإيثانويك في الماء للحصول على $1\ L$ من المحلول .

قسنا pH المحلول S_1 فوجدناه 3 ، وقسنا pH المحلول S_2 فوجدناه 3,4 .

بين أن حمض كلور الهيدروجين هو حمض قوي ، وأن حمض الإيثانويك هو حمض ضعيف .

الحل :

الحمض القوي من الشكل HA يكون فيه $[H_3O^+] = C$ ، حيث أن C هو التركيز المولي للحمض . مثلا بالنسبة لحمض كلور الهيدروجين ، إذا كان :

$[HCl] = [H_3O^+]$ ، فإن هذا الحمض قوي .

يتحلل حمض كلور الهيدروجين في الماء حسب المعادلة : $HCl + H_2O \ = \ H_3O^+ + Cl^-$

نحسب أولا عدد مولات HCl المنحلة : $n(HCl) = \frac{V_g}{V_M} = \frac{0,0224}{22,4} = 10^{-3} mol$ ، ثم نحسب التركيز المولي

$$[HCl] = C = \frac{n(HCl)}{V_1} = \frac{10^{-3}}{1} = 10^{-3} mol/L$$

لدينا $\left[H_3O^+\right] = 10^{-pH} = 10^{-3} mol/L$ ، وبالتالي $[H_3O^+] = C$ ، ومنه حمض كلور الهيدروجين هو حمض قوي .

الحمض الضعيف هو الحمض الذي يكون فيه $[H_3O^+] < C$ ، حيث C هو التركيز المولي للحمض .

يتحلل حمض الإيثانويك في الماء حسب المعادلة : $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$

نحسب أولا عدد مولات الحمض n المنحلة في الماء : $n = \frac{m}{M} = \frac{0,6}{60} = 10^{-2} mol$ ، ثم نحسب التركيز المولي للحمض :

$$[CH_3COOH] = \frac{n}{V_2} = 10^{-2} mol/L$$

لدينا $\left[H_3O^+\right] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} \approx 4\times10^{-4}\ mol/L$ ، وبالتالي : $[H_3O^+] < C$ ، ومنه حمض الإيثانويك هو حمض ضعيف .

في المحلول المائي لحمض قوي لا نجد جزيئات الحمض .
في المحلول المائي لحمض ضعيف نجد الأساس المرافق وكذلك نجد جزيئات الحمض .

8 – الأساس القوي والأساس الضعيف

الأساس القوي هو الأساس الذي يتفاعل كليا مع الماء ، أما الأساس الضعيف هو الذي يتفاعل جزئيا مع الماء .

مثال

نلقي قطعة من الصوديوم كتلتها 575 mg في 1,15 g من الإيثانول النقي ، وفي نهاية التفاعل الذي نعتبره تاما ، نضيف للناتج الماء المقطر فنتحصل على محلول حجمه 1 L .

معادلة تفاعل الصوديوم مع الكحول هي : $C_2H_5\text{-}OH \ + \ Na \ \rightarrow \ (C_2H_5\text{-}O^-, Na^+) + \frac{1}{2} H_2$

نقيس pH المحلول فنجده في الدرجة 25 C° مساويا لـ 12,4 .

1 - احسب التركيز المولي لشاردة الإيثانولات $(C_2H_5O^-)$.

3 - التقدم النهائي والتقدم الأعظمي لتحول كيميائي

عرفنا في الوحدة الأولى أن التقدم النهائي لتحول كيميائي هو مقدار التقدم في نهاية التفاعل ، أما التقدم الأعظمي فهو قيمة التقدم في حالة إذا ما افترضنا أن التحول تام .

التقدم الأعظمي هو قيمة نظرية بالنسبة للتحولات غير التامة ، وهي نفسها قيمة التقدم النهائي في حالة التحولات التـامة .

4 – نسبة التقدم النهائي (τ)

هي النسبة بين التقدم النهائي والتقدم الأعظمي . $\tau = \dfrac{x_f}{x_{max}}$

التفاعل تـــام ⇔ $\tau = 1$
التفاعل غير تــام ⇔ $\tau < 1$
يتعلّق τ بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات

5 – كسر التفاعل

هو عدد مجرد من الوحدة يمثل النسبة بين جداء تراكيز النواتج وجداء تراكيز المتفاعلات .

إذا كان التحول الكيميائي هو : $a\,A + b\,B = c\,C + d\,D$ ، فإن كسر التفاعل هو : $Q_r = \dfrac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$

الأجسام الصلبة ، الرواسب ، الغازات غير المنحلة ، المــاء (إذا كان حالاً) لا تظهر في عبارة Q_r .

مثال 1- : انحلال حمض الإيثانويك (حمض الخل) في المــاء $CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$

$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

مثال – 2 : نضع صفيحة من النحـاس في محلول نترات الفضة :

$$Cu_{(s)} + 2(Ag^+, NO_3^-)_{(aq)} = (Cu^{2+}, 2\,NO_3^-)_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

$$Q_r = \frac{[Cu^{2+}] \times [NO_3^-]^2}{[Ag^+]^2 \times [NO_3^-]^2} = \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2}$$

ملاحظة : في تفاعل الأسترة والإمــاهة (درس لاحق) لا نستثني الماء من عبارة كسر التفاعل ، لأن في هذين التحولين الماء لا يكون حالاً ، بل هو أحد المتفاعلين أو أحد الناتجين .

مثلا : إمــاهة إيثانوات الإيثيل : $CH_3COO\text{-}C_2H_5 + H_2O = CH_3COOH + C_2H_5OH$

$$Q_r = \frac{[CH_3COOH] \times [C_2H_5OH]}{[CH_3COO - C_2H_5] \times [H_2O]}$$

5 - ثابت التوازن

ثابت التوازن هو كسر التفاعل عند توازن الجملة . $K = Q_{rf}$

تنبيه صــارم : يعبّر كسر التفاعل وبالتالي ثابت التوازن عن الشكل الذي تكتب به معادلة التفاعل الكيميـائي .

مثال : $CH_3COOH + NH_3 = CH_3COO^- + NH_4^+$ ، فإذا كان ثابت التوازن هو K_1 ، فإن ثابت التوازن للتفاعل :

$CH_3COO^- + NH_4^+ = CH_3COOH + NH_3$ هو $K_2 = \dfrac{1}{K_1}$

ثابت التوازن لا يتأثر بكمية مادة المتفاعلات ، لكن يتأثر بدرجة الحرارة .

أسئلة قصيرة من أجل استيعاب الدرس

الأحماض والأسس

1 – اكتب تعريف حمض وتعريف أساس حسب برونشتد ، ثم تذكر تعريفين آخرين للأحماض والأسس (السنة الثانية) .

2 – ما المقصود بثنائية أساس / حمض ؟

3 – اكتب الثنائيتين أساس / حمض الخاصتين بالمـاء .

4 – اكتب معادلة تفاعل حمض الميثانويك مع المـاء ومعادلة تفاعل غاز النشادر مع المـاء .

pH محـلـول مـائي

أجب بصحيح أو خطأ

1 – pH محلول مائي يعبّر عن تركيز شوارد الأوكسونيوم في المحلول .

2 – يتعلق pH محلول مـائي بدرجة حرارة المحلول .

3 – العلاقة بين pH محلول و $\left[H_3O^+\right]$ هي $pH = Log\left[H_3O^+\right]$

4 – كلما كان محلول مائي أكثر حموضة كلما كان pH هذا المحلول أقل .

5 – عندما نمدّد محلولا مـائيا لحمض قوي تنقص قيمة pH هذا المحلول .

6 – يملك محلول مائي أساسي pH أصغر من 7 .

نسبة تقدم تحوّل كيميـائي

1 – ما المقصود بالتقدم النهائي والتقدم الأعظمي لتحوّل كيميـائي ؟

2 – اذكر طريقتين لتحديد التقدّم النهائي ، واذكر في كل طريقة شرط تطبيقها .

3 – عرّف نسبة التقدّم النهائي لتحوّل كيميـائي .

4 – ما هي العلاقة بين x_f و x_{max} في حالة تحوّل تـام ، ثم في تحوّل غير تـام ؟

5 – هل يتعلّق التقدّم النهائي لتحوّل كيميـائي بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات ؟

كسر التفـاعل

1 – اكتب عبارة كسر التفـاعل للتحول الكيميـائي التالي :

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} = HCN_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

2 – مـاهو شرط أن لا يظهر تركيز فرد كيميـائي في عبارة Q_r ؟

3 – هل قيمة Q_r تتغيّر خلال تطوّر التحوّل الكيميـائي ؟

4 – كسرا التفاعل للتفاعل المبـاشر والتفـاعل العكسي ، هل هما متناظران أم متعاكسان ؟

التوازن الكيميـائي

1 – متى نقول عن جملة أنها في حـالة التوازن ؟

2 – كيف نبرّر بقاء جملة في حـالة التوازن ؟

3 – عرّف ثابت التوازن .

4 – هل يتعلّق ثابت التوازن بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات ؟

5 – بماذا يتعلّق ثابت التوازن ؟

الأجوبة

الأحماض والأسس

1 – 2 – 3 (ارجع للدرس واكتب الأجوبة .... قلتُ لك اكتب الأجوبة !! معناه تأخذ قلما وتكتب الأجوبة)

4 - $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ ، $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} = NH_4^+ + OH^-$

pH محلول مائي

1 - صحيح (كلما كان pH أكبر كلما كان تركيز شوارد الأكسونيوم أصغر ، والعكس)

2 - صحيح (كلما ارتفعت درجة حرارة الماء إزداد تشرده ، وبالتالي إرتفاع تركيز شوارد الهيدرونيوم ، فيتبعه إنخفاض في الـ pH)

3 - خطأ (العلاقة هي $pH = -Log\left[H_3O^+\right]$

4 - صحيح (انظر للعلاقة العكسية بين الـ pH وتركيز الهيدرونيوم)

5 - خطأ (عندما نمدّد المحلول ينقص تركيز الهيدرونيوم ، وبالتالي يزداد الـ pH) قلنا في السؤال : حمض قوي ، لأن في المحلول المائي لحمض قوي لا يتغير عدد مولات شوارد الهيدرونيوم عندما نمدّده ، على عكس الحمض الضعيف .

6 - خطأ (pH محلول مائي أساسي يكون أكبر من 7) .

نسبة تقدم تحوّل كيميائي

1 - (ارجع للدرس واكتب الجواب)

2 - **الطريقة الأولى** : قياس ناقلية المحلول في نهاية التفاعل واستنتاج كمية مادة أحد النواتج .

شرط التطبيق : يجب أن يكون على الأقل فرد كيميائي شاردي في المزيج .

الطريقة الثانية : قياس pH المزيج في نهاية التفاعل .

شرط التطبيق : يجب أن يحتوي المزيج المتفاعل على شاردة اللأوكسونيوم .

3 - هي النسبة بين التقدم النهائي والتقدم الأعظمي عند نهاية التفاعل .

4 – في حالة تفاعل تام يكون : $x_f = x_{max}$ ، أما في حالة تفاعل غير تام يكون : $x_f < x_{max}$

5 – كلما أكثرنا من كمية المادة لأحد المتفاعلات كلما إزدادت نسبة التقدم النهائي للتحول الكيميائي .

كسر التفاعل

1 - $$K = \frac{[HCN]_f \times \left[OH^-\right]_f}{\left[CN^-\right]_f}$$

2- الشرط هو أن لا يكون عبارة عن جسم صلب أو الماء في محلول مائي أو راسب أو غاز غير منحل .

3 – نعم قيمة Q_r تتغير خلال التحوّل لأن تراكيز الأفراد الكيميائية تتغير .

4 - كسرا التفاعل للتفاعل المباشر والتفاعل العكسي متعاكسان ، أي أحدهما يساوي مقلوب الآخر .

التوازن الكيميائي

1 – عندما تصل إلى حالتها النهائية وتتواجد فيها المتفاعلات والنواتج .

2 – نبرر بقاء جملة في حالة التوازن بوجود تحوّلين متعاكسين بسرعتين متساويتين .

3 – هو عدد حقيقي موجب يعبر عن الشكل الذي كُتبت به المعادلة الكيميائية ويعبر عن حالة الجملة في نهاية التفاعل ويساوي النسبة بين جداء تراكيز الأفراد المكتوبة على اليمين وجداء تراكيز الأفراد المكتوبة على اليسار .

4 – ثابت التوازن لا يتعلق بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات .

5 – ثابت التوازن يتعلّق بدرجة الحرارة